Chapitre 2
Vitesse de réaction

Cinétique chimique

La cinétique chimique (étude des vitesses de réaction) propose un classement des réactions en trois catégories. Quelles sont-elles ?

Apparition de la « rouille » sur du fer.

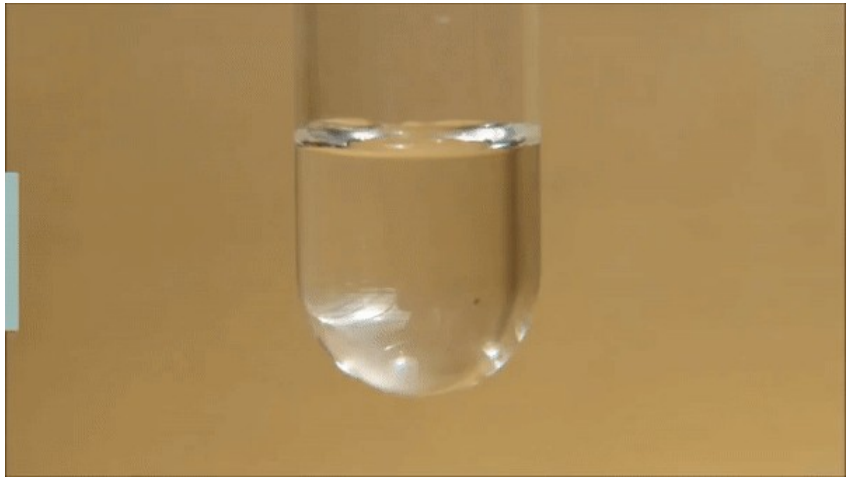
$4\ Fe + 3\ O_2 \rightarrow 2\ Fe_2O_3$

Explosion de la dynamite

$4\ C_3H_5N_3O_9 \rightarrow 12\ CO_2 + 10\ H_2O + 6\ N_2 + O_2$

Disparition d’un morceau de magnésium dans une solution d’acide chlorhydrique

$Mg + 2HCl \rightarrow MgCl_2 + H_2$



Cinétique chimique

La cinétique chimique (étude des vitesses de réaction) propose un classement des réactions en trois catégories. Quelles sont-elles ?

Transformation du vin en vinaigre

$C_2H_6O + O_2 \rightarrow C_2H_4O_2 + H_2O$

Réaction du sodium avec l'eau.

$2\ Na + 2\ H_2O \rightarrow 2\ NaOH + H_2$

Dissolution de NaCl dans l'eau

$NaCl \xrightarrow{H_2O} Na^+ + Cl^-$

Réaction rapide, réaction lente et réaction très lente

Une **réaction** est **rapide** si sa durée est inférieure à la seconde.

→ Explosion de la dynamite
Réaction du sodium avec l'eau.

Une **réaction** est **lente** si sa durée excède la seconde tout en restant inférieure à l'heure.

→ Dissolution de NaCl dans l'eau
Disparition d'un morceau de magnésium dans une solution d'acide chlorhydrique

Une **réaction** est **très lente** si sa durée est de l'ordre de grandeur de l'heure, du jour ou plus.

→ Transformation du vin en vinaigre
Apparition de la « rouille » sur du fer.

Vitesse moyenne d’une réaction

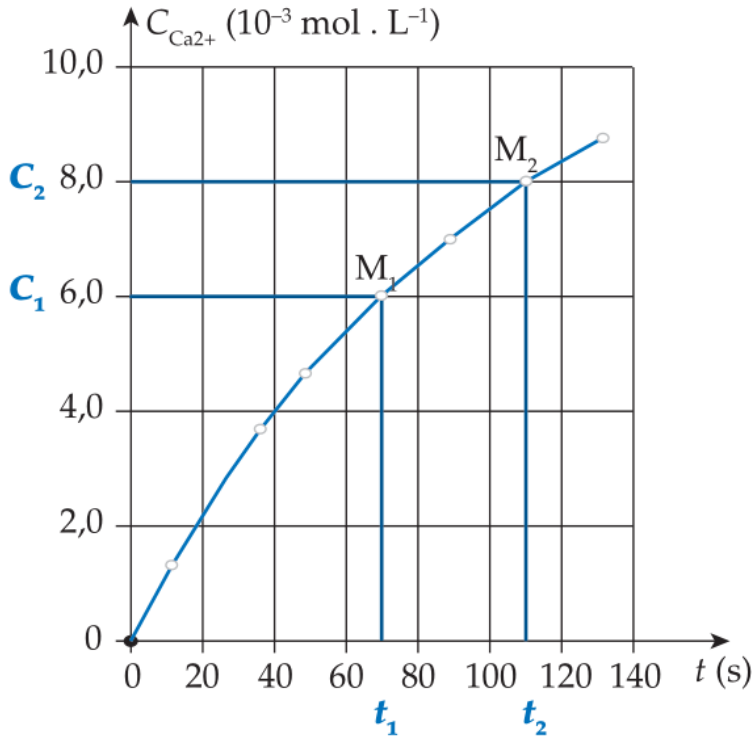
Pour affiner cette classification, les chimistes ne se contentent pas de mesures de durées mais, à l’instar des physiciens, ils calculent des vitesses moyennes.

La **vitesse moyenne** d’une réaction chimique est la variation de concentration d’un produit ou d’un réactif par unité de temps

$$\vec{v} = \frac{\Delta C}{\Delta t} = \frac{C_2 - C_1}{t_2 - t_1}$$

Vitesse moyenne d'une réaction

Concentrations en ions Ca^{2+} au cours du temps



Soit la réaction entre le $CaCO_3$ et HCl :

$$CaCO_3 + 2\ HCl \rightarrow CaCl_2 + CO_2 + H_2O$$

Elle peut s'écrire sous forme ionique en supprimant les ions spectateurs :

$$CaCO_3 + 2\ H^+ \rightarrow Ca^{2+} + CO_2 + H_2O$$

Par exemple,

Au temps $t_1 = 70$ s, $C_1 = 0{,}006$ mol/L

Au temps $t_2 = 110$ s, $C_2 = 0{,}008$ mol/L

La valeur de la vitesse moyenne

$$\vec{v} = \frac{C_2 - C_1}{t_2 - t_1} = \frac{0{,}008 - 0{,}006}{110 - 70} = \frac{0{,}002}{40} = 5.10^{-5}\ mol/L$$

Exercice 2, page 109

Soit 100 mL d'une solution d'acide oxalique $H_2C_2O_4$ 5 . 10^{-3} M renfermant également de l'acide sulfurique H_2SO_4.

On ajoute 1 mL d'une solution de $KMnO_4$ 2 . 10^{-2} M et on constate que la coloration due au $KMnO_4$ disparaît en 40 s.

L'équation traduisant la réaction est :

$$5\ H_2C_2O_{4\,(aq)} + 2\ KMnO_{4\,(aq)} + 3\ H_2SO_{4\,(aq)} \rightarrow 10\ CO_{2\,(aq)} + 2\ MnSO_{4\,(aq)} + 8\ H_2O_{(l)}$$

Calculer la vitesse moyenne de disparition de $KMnO_4$ en mol/L.s

(on considère que l'ajout de 1 mL de $KMnO_4$ ne modifie par le volume total)

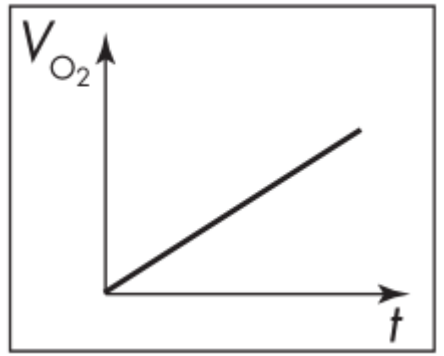
Exercice 3, page 109

Soit la décomposition de $NaClO_{(s)}$ dont l'équation est :

$$2\ NaClO_{(s)} \rightarrow O_{2(g)} + 2\ NaCl_{(aq)}$$

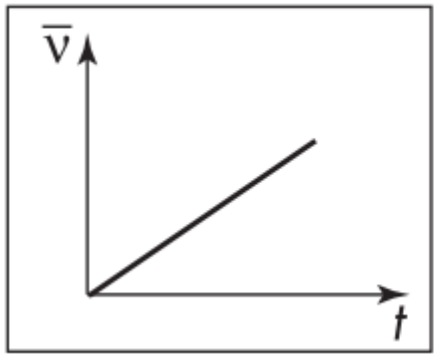
On mesure le volume du dioxygène VO_2 en fonction du temps et on obtient le graphique a).

a)

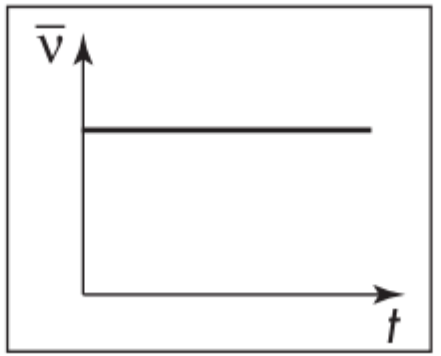


Déterminer lequel parmi les graphiques b), c) et d) représente l'évolution de la vitesse de réaction au cours du temps.

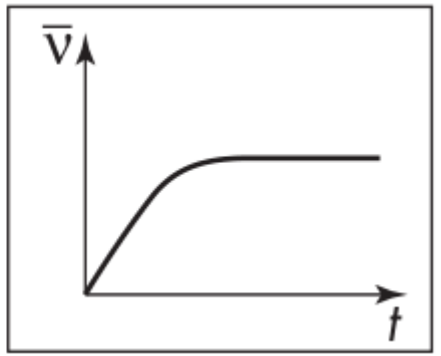
b)



c)



d)



Devoir : exercice 4, page 110

Soit la réaction dont l'équation est :

$CaCO_{3\,(s)} + 2\ H^{+}_{\ (aq)} \rightarrow Ca^{2+}_{(aq)} + CO_{2(g)} + H_2O_{(l)}$

La concentration en ions Ca^{2+} est nulle à l'instant t = 0 et prend les valeurs $1{,}34 \cdot 10^{-3}$ M à t = 15 s et $3{,}13 \cdot 10^{-3}$ M à t = 30 s.

Calculer la vitesse moyenne de formation de Ca^{2+} entre t = 15 s et t = 30 s.

Facteurs influençant la vitesse d’une réaction chimique

Etudions l’impact de quelques facteurs susceptibles sur la durée d’une réaction chimique.

Exercice 5, page 110

En milieu aqueux, l'urée se décompose selon l'équation :

$(NH_2)_2CO_{(s)} + H_2O_{(l)} \rightarrow CO_{2(g)} + 2\ NH_{3(aq)}$

Les résultats expérimentaux suivants représentent la concentration molaire C en urée à l'instant t (min).

T = 61 °C	t (min) C (mol/L)	0 0,1	9600 0,0854
T = 71 °C	t (min) C (mol/L)	0 0,1	2820 0,0854

En examinant attentivement les valeurs reprises dans le tableau, préciser quelle est l'influence de la température sur la cinétique de la réaction.

Exercice 6, page 110

Soit la réaction de décomposition de l'urée dans l'eau dont l'équation est :

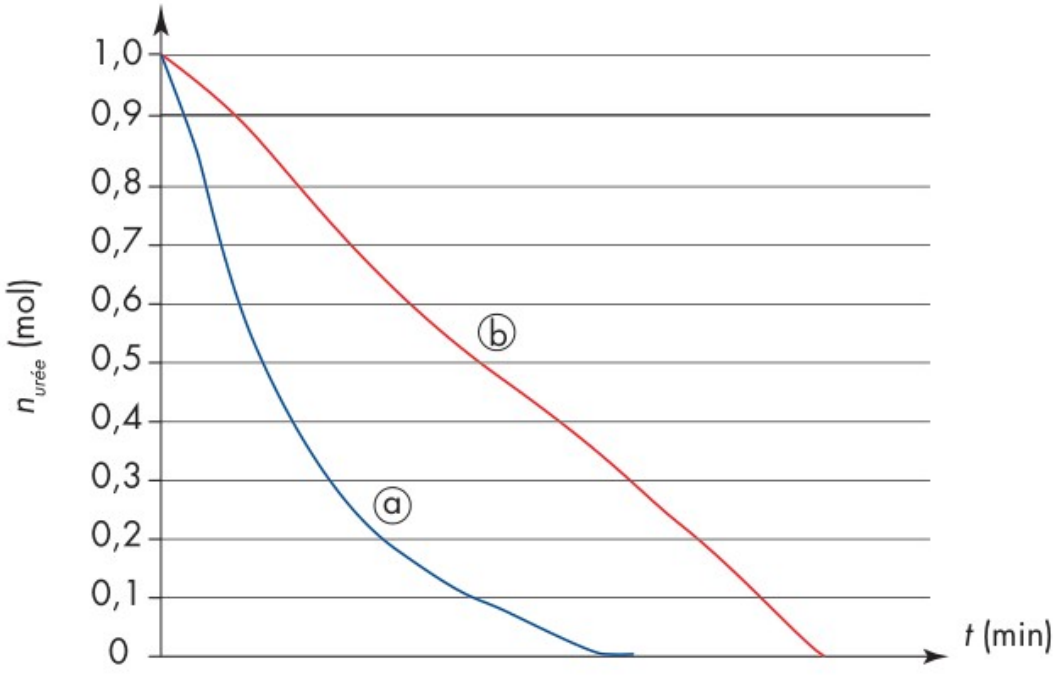
$$(NH_2)_2CO_{(s)} + H_2O_{(l)} \rightarrow CO_{2(g)} + 2\ NH_{3(aq)}$$

Deux expériences sont réalisées dans des conditions différentes.

Expérience 1 : une mole d'urée est mise en réaction dans un litre d'eau, à 25 °C.

Expérience 2 : une mole d'urée est mise en réaction dans un litre d'eau, à 25 °C, en présence de l'enzyme uréase.

Le graphique ci- après montre l'évolution de la quantité de matière du réactif urée en fonction du temps, pour les deux expériences.



Suite à l'analyse du graphique :

a) attribuer à chaque courbe son expérience

b) conclure quant au facteur

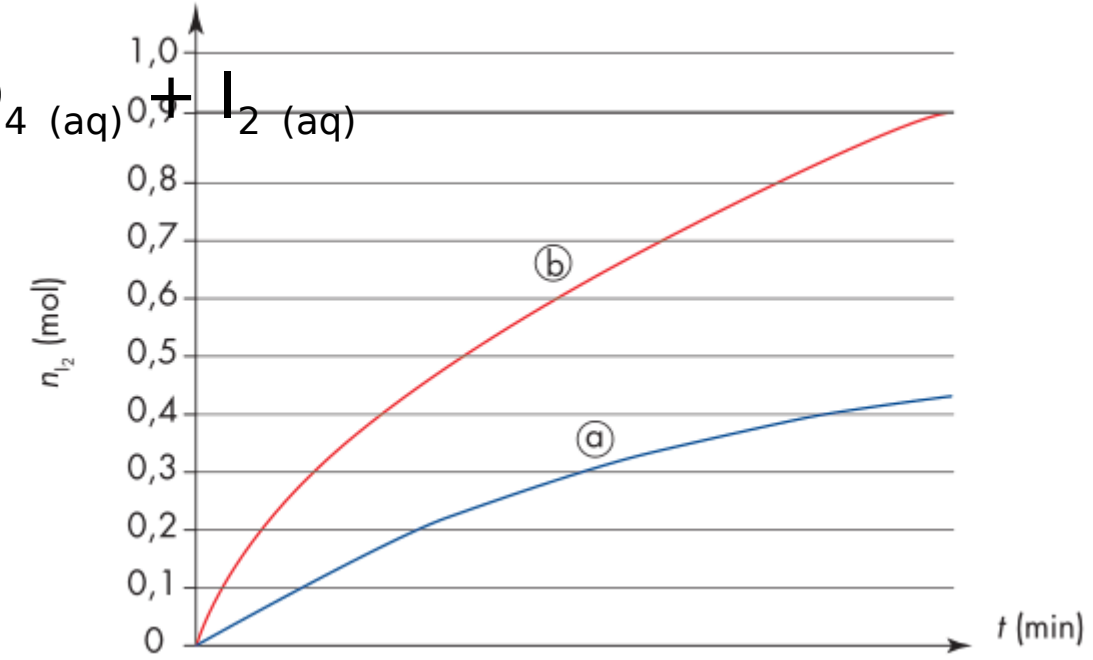
Devoir : exercice 7, page 111

Soit : $Na_2S_2O_{8\ (aq)} + 2\ NaI_{\ (aq)} \rightarrow 2\ Na_2SO_{4\ (aq)} + I_{2\ (aq)}$

Deux expériences sont réalisées dans des conditions différentes.

- Expérience 1 : une mole de $Na_2S_2O_{8\ (aq)}$ est mise en réaction avec deux moles de $NaI_{\ (aq)}$ à la température de 25 °C
- Expérience 2 : une mole de $Na_2S_2O_{8\ (aq)}$ est mise en réaction avec deux moles de $NaI_{\ (aq)}$ à la température de 50 °C

Le graphique ci-contre montre



Suite à l'analyse du graphique :

a) attribuer à chaque courbe son expérience
b) conclure quant au facteur cinétique mis en évidence ici.

Devoir : exercice 8, page 111

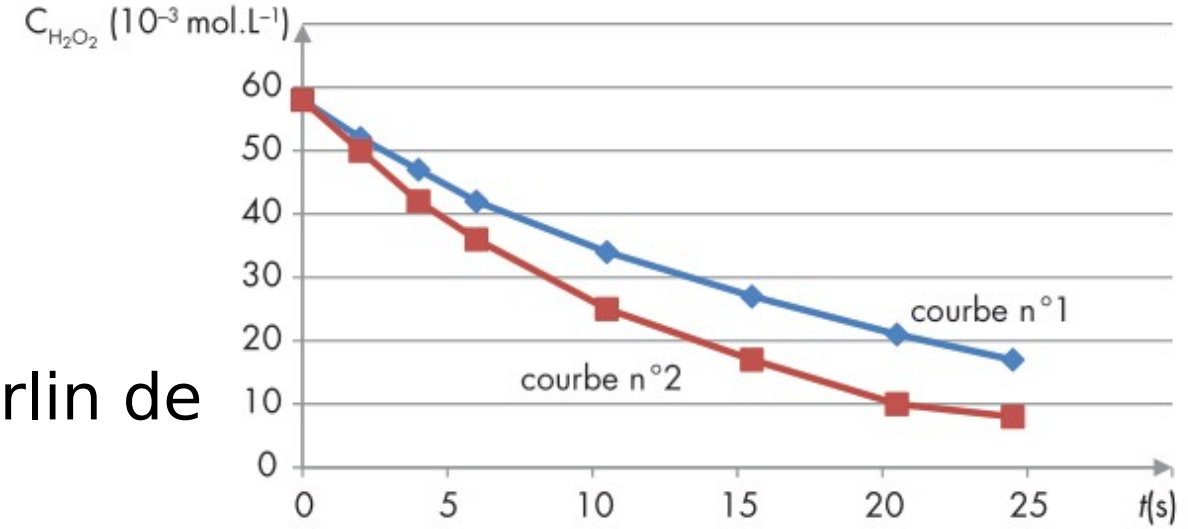
Soit la réaction de décomposition de l'eau oxygénée dont l'équation est :

$$2\ H_2O_{2(aq)} \rightarrow O_{2(g)} + 2\ H_2O_{(l)}$$

L'expérience est réalisée dans un berlin de 100 mL.

Les conditions expérimentales sont les suivantes :

- 10 mL d'une solution aqueuse de H_2O_2 5,8 . 10^{-2} mol/L
- Quelques gouttes d'une solution contenant des ions Fe^{2+} sont ajoutées aux 10 mL de H_2O_2 pour que la réaction se déroule plus rapidement



a) Déterminer à quelle température correspondent les courbes 1 et 2.
b) Y a-t-il un autre facteur cinétique qui a influencé la vitesse de

Exercice 9, page 112

Déterminer s'il existe une relation directe entre les transferts de chaleur (ΔH de réaction) ayant lieu au cours d'une réaction chimique et la vitesse de cette réaction.

Pour répondre à ce problème, utiliser les tables d'enthalpie de formation figurant en annexe et les données suivantes :

Équation de la réaction	**Vitesse de la réaction (plus il y a de *, plus la vitesse est élevée)**
$4\ Fe_{(s)} + 3\ O_{2(g)} \rightarrow 2\ Fe_2O_{3(s)}$	*
$Mg_{(s)} + 2\ HCl_{(aq)} \rightarrow 2\ MgCl_{2(aq)} + H_{2(g)}$	****
$Fe_{(s)} + 2\ HCl_{(aq)} \rightarrow 2\ FeCl_{2(aq)} + H_{2(g)}$	***